

CHƯƠNG V. ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI

A- MỘT SỐ VẤN ĐỀ LÝ THUYẾT CẦN NẮM VỮNG

1. Vị trí của kim loại: ô nguyên tố (Z), chu kì (số lớp electron), số thứ tự nhóm A (số electron ngoài cùng), số thứ tự nhóm B (số electron ngoài cùng + số electron kè ngoài cùng chưa bão hoà).

2. Cấu tạo của kim loại: thường có 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng.

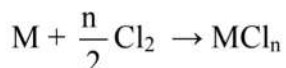
3. Cấu tạo của đơn chất kim loại: mạng tinh thể gồm có các ion dương dao động liên tục ở các nút mạng và các electron tự do chuyển động hỗn loạn giữa các ion dương.

4. Liên kết kim loại: lực hút tĩnh điện giữa các electron tự do và các ion dương kim loại.

5. Tính chất vật lý chung của kim loại: tính dẻo, dẫn điện, dẫn nhiệt, ánh kim do các electron tự do gây ra.

6. Tính chất hoá học chung: tính khử : $M \longrightarrow M^{n+} + ne$

- Tác dụng với phi kim : $xM + \frac{y}{2} O_2 \rightarrow M_xO_y$



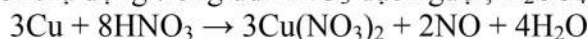
- Tác dụng với axit HCl, H₂SO₄ loãng : $M + n H^+ \rightarrow M^{n+} + \frac{n}{2} H_2$

Kim loại sau H không khử được H⁺ thành H₂.

- Tác dụng với dd HNO₃, H₂SO₄ đặc

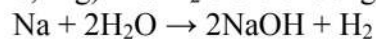
Dung dịch HNO₃, H₂SO₄ đặc oxi hoá kim loại (trừ Pt, Au), phi kim, hợp chất khử chứa nguyên tố có số oxi hoá thấp lên cao và nó bị khử xuống mức oxi hoá thấp hơn.

- Fe, Al, Cr thụ động trong dd HNO₃ đặc nguội, H₂SO₄ đặc nguội.



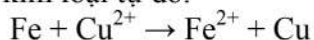
- Tác dụng với H₂O

IA, IIA (trừ Be, Mg) khử H₂O ở t⁰ thường thành H₂.



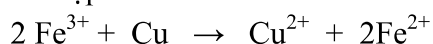
- Tác dụng với dd muối

Kim loại mạnh (trừ Ba, K, Ca, Na) khử ion của kim loại yếu hơn trong dd muối thành kim loại tự do.



- Dây điện hoá kim loại cho phép dự đoán chiều phản ứng giữa 2 cặp oxi hoá khử : chất oxi hoá mạnh nhất sẽ oxi hoá chất khử mạnh nhất sinh ra chất oxi hoá yếu hơn và chất khử yếu hơn.

Nhớ thứ tự các cặp oxi hoá khử sau : Cu²⁺/Cu Fe³⁺/Fe²⁺ Ag⁺/Ag



Fe^{3+} không oxi hoá Ag.

8. Hợp kim: là vật liệu kim loại có chứa một kim loại cơ bản và một số kim loại khác hay với một vài hợp kim. Hợp kim có t^0 nóng chảy thấp hơn, dẫn điện và dẫn nhiệt kém hơn kim loại nguyên chất, nhưng **cứng** hơn kim loại nguyên chất.

9. Sự ăn mòn kim loại: là sự oxi hoá kim loại do tác dụng của các chất trong môi trường xung quanh : $\text{M} \rightarrow \text{M}^{n+} + ne$

- Ăn mòn hoá học là quá trình oxi hoá - khử, trong đó các electron của kim loại được chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường.

- Ăn mòn điện hoá là quá trình oxi hoá - khử, trong đó kim loại bị oxi hoá do tác dụng của dung dịch chất điện li và tạo nên dòng electron chuyển dời từ cực âm đến cực dương.

- 3 điều kiện cần và đủ để kim loại bị ăn mòn điện hoá : các điện cực khác chất, các điện cực tiếp xúc với nhau, các điện cực cùng tiếp xúc với 1 dung dịch chất điện li.

- Chú ý rằng, với cặp kim loại A—B, muốn B được bảo vệ thì A phải có tính khử mạnh hơn B.

10. Nguyên tắc điều chế kim loại: là sự khử ion kim loại : $\text{M}^{n+} + ne \rightarrow \text{M}$

- Các phương pháp điều chế kim loại :

* Phương pháp thủy luyện cần có dung dịch muối của kim loại cần điều chế (sau Al) và kim loại có tính khử mạnh hơn (trừ Ba, K, Ca, Na)

* Phương pháp nhiệt luyện cần có 1 trong 4 chất khử (H_2 , CO, C, Al) và oxit của kim loại cần điều chế (sau Al).

* Phương pháp **điện phân nóng chảy** để điều chế kim loại IA, IIA, Al.

* Phương pháp điện phân dung dịch để điều chế kim loại sau Al.

11. Công thức của định luật Faraday

$$\text{a) } m = \frac{A}{n} \cdot \frac{1}{96500} \cdot It$$

Trong đó I là cường độ dòng điện tính bằng Ampe; t là thời gian điện phân tính bằng giây; A là nguyên tử khối (hoặc phân tử khối); n là hoá trị (hoặc số mol electron trao đổi tính cho 1 mol chất thoát ra ở điện cực; m là lượng chất thoát ra ở điện cực theo gam.

$$\text{b) } It = n_e \cdot 96500$$

Trong đó I là cường độ dòng điện tính bằng Ampe; t là thời gian điện phân tính bằng giây; n_e là số mol electron trao đổi trong quá trình điện phân.

B- MỘT SỐ PHẢN ỨNG THƯỜNG GẶP

1. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{FeCl}_3$
2. $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^0} \text{FeS}$
3. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^0} \text{Fe}_3\text{O}_4$
4. $\text{Fe} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
5. $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{>570^0\text{C}} \text{FeO} + \text{H}_2$
7. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \frac{1}{2}\text{H}_2$
8. $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
9. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
10. $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} \longrightarrow 3\text{FeCl}_2$
11. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{FeSO}_4$
12. $\text{Fe} + 2\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
13. $\text{Fe} + 3\text{AgNO}_3, \text{dur} \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ag}$
14. $\text{H}_2 + \text{PbO} \xrightarrow{t^0} \text{H}_2\text{O} + \text{Pb}$
15. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{t^0} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
16. $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \xrightarrow{t^0} 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$
17. $\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{dpnc}} 2\text{Al} + \frac{3}{2}\text{O}_2$
18. $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{dpnc}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$
19. $2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{dpnc}} 2\text{Na} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{MgCl}_2 \xrightarrow{\text{dpnc}} \text{Mg} + \text{Cl}_2$
23. $\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{dpdd}} \text{Cu} + \text{Cl}_2$
24. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{dpdd}} \text{Cu} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
25. $2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{dpdd}} 2\text{Ag} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
26. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$